



DISSOLUTION DES SOLIDES IONIQUES OU MOLECULAIRES

I- Approche

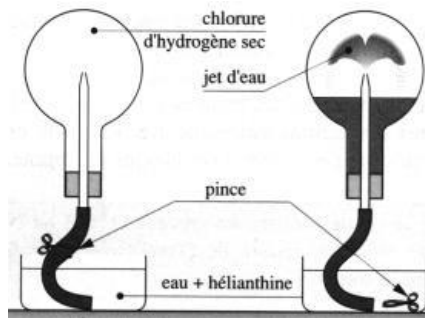
1- Observations

- Le chlorure de sodium $NaCl$ (composé) et le saccharose $C_{12}H_{22}O_{11}$ (composé) se dissolvent facilement dans l'eau mais pas dans l'huile.
- Une baguette électrisée dévie un mince filet d'..... mais pas un filet de

2- Expérience du « jet d'eau »

a) Observations

- Lorsqu'un ballon rempli de chlorure d'hydrogène HCl gazeux est mis en contact avec de l'eau, il se produit une spectaculaire
- Si l'on remplace HCl par du dihydrogène H_2 ou par du dichlore Cl_2 , on n'observe pas de



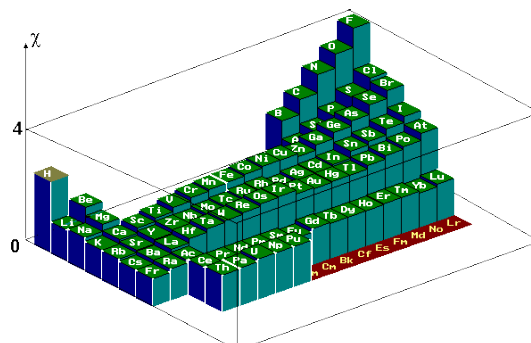
b) Interprétations

- La couleur de l'hélianthine passe du au donc : présence d'.....
- Quelques gouttes de nitrate d'argent donnent un : présence d'.....
- La dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau s'écrit:

II- Polarité d'un solvant

1- Electronégativité des éléments

- L'électronégativité d'un atome représente sa capacité à le doublet d'électrons d'une liaison covalente dans laquelle il est engagé.
- Elle augmente du vers le et de la vers la du tableau de classification périodique (sauf colonne des).



Echelle d'électronégativité de Pauling

2- Liaison polarisée

a) Définition

- Dans une liaison A-B, si l'atome B est plus électronégatif que l'atome A, le doublet liant est plus de l'atome B que de l'atome A.
- L'atome B possède alors une charge partielle et l'atome A possède une charge partielle
- La liaison A-B est dite ou, elle est notée :

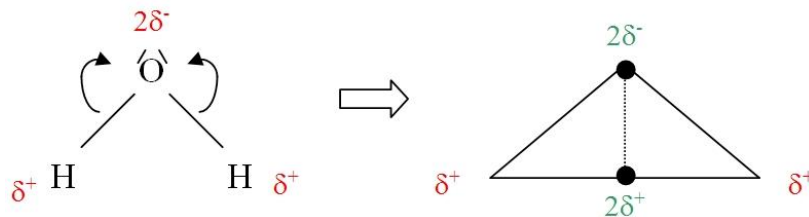
b) Exemples

Liaison	Polarité
H - F	
H - Cl	
C - H	
H - O	
N - H	
C - O	
C - C	

3- Prévision

a) Définition

Pour qu'une molécule soit, il faut que le barycentre ou « » des charges partielles ne coïncide pas avec le barycentre ou « » des charges partielles S'ils sont identiques, la molécule est dite

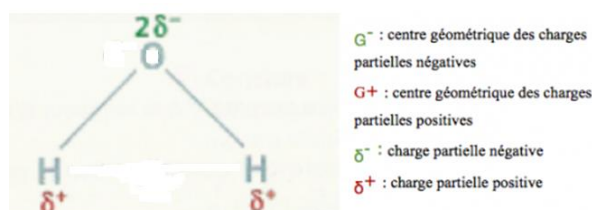


b) Exemples

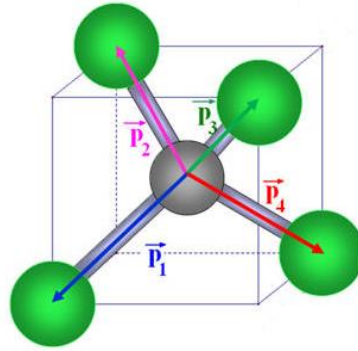
- La molécule de chlorure d'hydrogène HCl est car le « centre géométrique » G^+ ne coïncide pas avec le « centre géométrique » G^- .



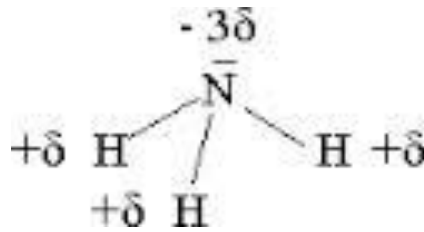
- La molécule d'eau H_2O est car le « centre géométrique » G^+ ne coïncide pas avec le « centre géométrique » G^- .



- La molécule de tétrachlorure de carbone CCl_4 est car le « centre géométrique » G^+ coïncide avec le « centre géométrique » G^- .



- La molécule d'ammoniac NH_3 est car le « centre géométrique » G^+ ne coïncide pas avec le « centre géométrique » G^- .



c) Remarque

Les molécules organiques formées uniquement d'atomes de carbone et d'hydrogène (hydrocarbures) d'électronégativités voisines, sont considérées comme

III- Dissolution d'un solide ionique

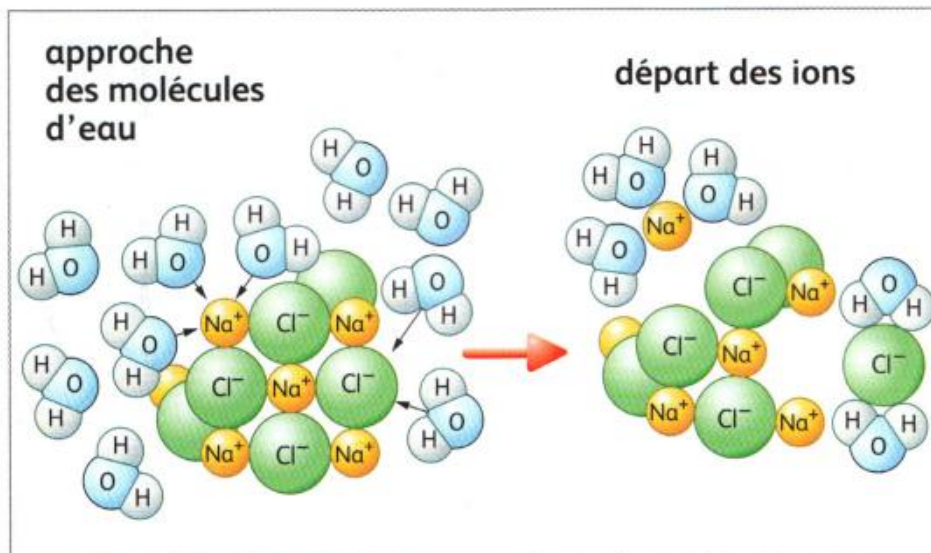
1- Rôle du solvant

Un solide ionique se dissout dans un solvant mais pas dans un solvant

2- Les 3 étapes de la dissolution

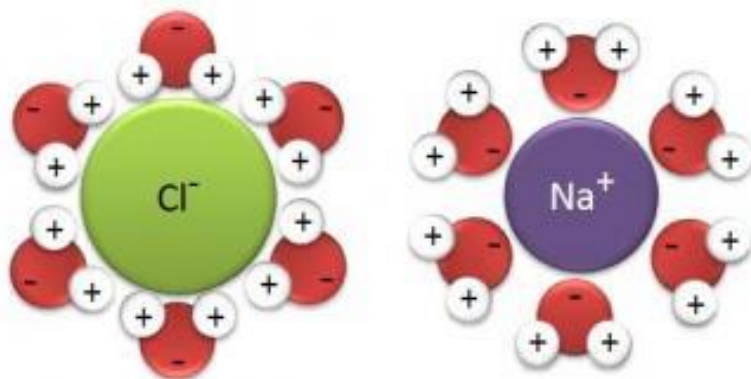
a) Première étape : la dissociation

- Les molécules d'eau le solide. Les cations sont attirés par la partie de la molécule d'eau, soit l'atome d'.....
- Les anions sont attirés par la partie de la molécule d'eau, soit les atomes d'.....
- Ces interactions eau-ions diminuent fortement les forces entre cations et anions et finissent par les ions.



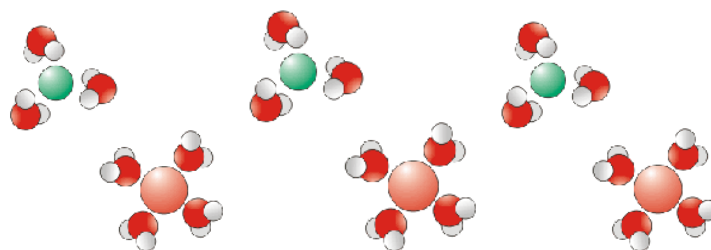
b) Deuxième étape : la solvation

- Tous les ions en solution s'entourent d'un certain nombre de molécules de solvant : c'est la des ions, on parle d'ions
- Ceci empêche les ions de se pour se de nouveau.
- Lorsque le solvant est l'eau, les ions sont notés



c) Troisième étape : la dispersion

- Les ions hydratés se dispersent dans la solution, de façon si on agite la solution.
- La solution est alors
- Rmq : un solvant apolaire ne peut pas donner lieu à des solutions électrolytiques car les deux premières étapes ne peuvent être réalisées.



3- Equation de la réaction de dissolution

L'équation de dissolution dans l'eau d'un solide ionique de formule $AX_{(s)}$ constitué de cations A^+ et d'anions X^- s'écrit :

Exemples : écrire l'équation de dissolution dans l'eau des solides ioniques suivants:

1. Chlorure de sodium
2. Chlorure de calcium
3. Hydroxyde de baryum

4- Concentration des ions en solution

a) Définition

- La concentration molaire d'un ion X en solution, notée est égale à la quantité de matière de cet ion par litre de solution.
- Si un volume V de solution contient une quantité de matière n_X d'un ion X, la concentration de cet ion vaut :

- Rmq : par exemple, pour une solution de chlorure de sodium, l'écriture $[NaCl]$ n'a pas de sens car la dissolution est totale, il n'existe donc aucune espèce $NaCl$ en solution aqueuse.

b) Exemple

On prépare un volume $V = 200 \text{ mL}$ d'une solution ionique contenant une masse $m = 6,0 \text{ g}$ de chlorure de sodium $NaCl$.

1. Ecrire l'équation de la dissolution
2. Calculer la quantité de matière en soluté apporté
3. Calculer la concentration molaire de chaque ion présent

Données : $M_{NaCl} = 58,5 \text{ g.mol}^{-1}$

5- Electroneutralité

a) Définition

Une solution ionique est électriquement : la quantité de charges élémentaires positives est à la quantité de charges élémentaires négatives.

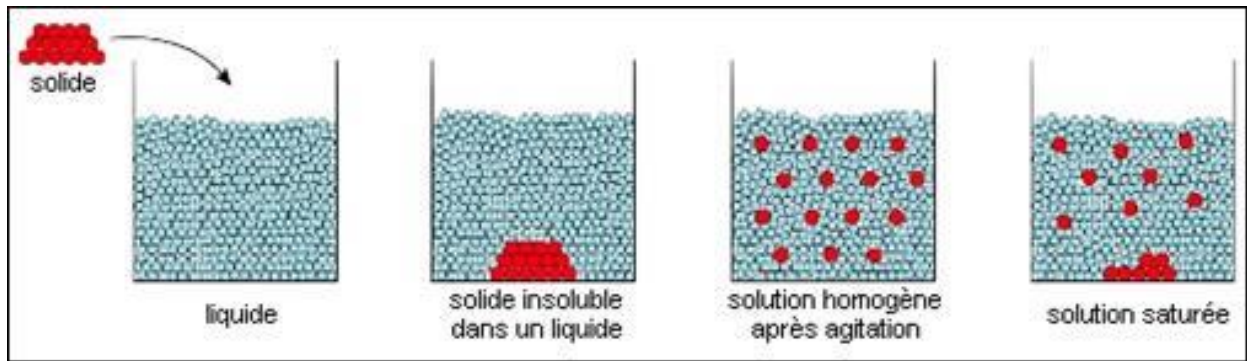
b) Exemple

Dans une solution contenant uniquement des ions Na^+ et SO_4^{2-} , comme l'ion sodium porte charge élémentaire et l'ion sulfate charges élémentaires, la concentration en ions Na^+ doit être fois plus grande que celles en ions SO_4^{2-} . On a donc :

IV- Dissolution d'un solide moléculaire

1- Cas général

- Si un solide moléculaire est formé de molécules, il est très soluble dans un solvant polaire.
- S'il est formé de molécules, il est très soluble dans un solvant apolaire.



2- Cas particuliers

Certaines espèces chimiques (contenues dans les savons par exemple) ont une partie polaire et une partie apolaire, ce qui leur permet de créer des émulsions entre solvant polaire et un solvant apolaire non miscibles.

